



**Profesor
Miguel Zavala**

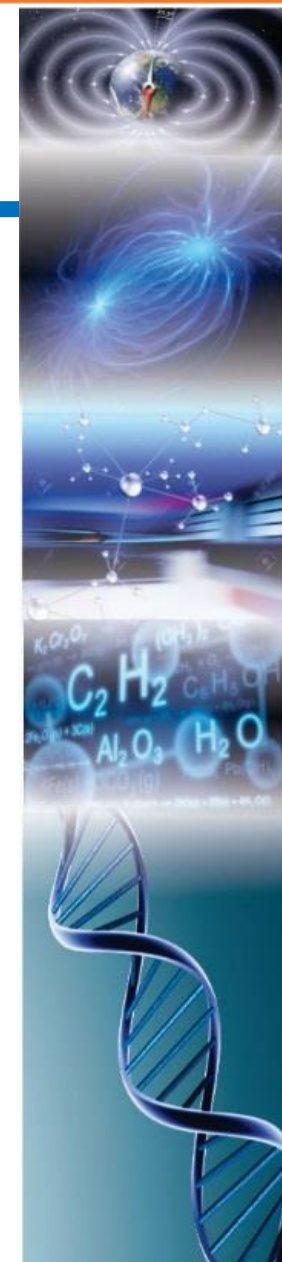
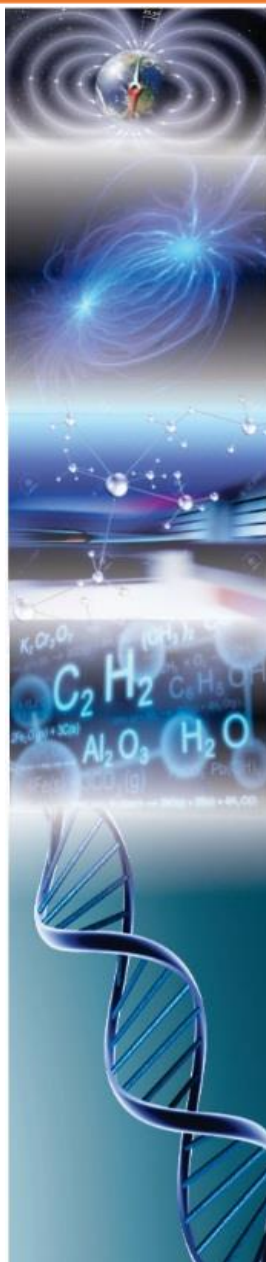


QUÍMICA

GRUPO PITÁGORAS

ESTEQUIOMETRÍA

UNIDADES QUÍMICAS



Los cálculos químicos están relacionados con las masas de los átomos, moléculas, iones, etc., estas partículas son extremadamente pequeñas y por lo tanto sus masas también.

Cuando las masas de estas partículas se expresan, por ejemplo, en gramos, kilogramos, resultan cantidades muy engorrosas de operar matemáticamente. Por este motivo se vio en la necesidad de crear unidades de masa para estas entidades tan pequeñas, es así que se crea la “unidad de masa atómica”.

UNIDAD DE MASA ATÓMICA (u)

Esta unidad se define tomando como base la masa del isótopo más abundante del carbono, es decir, el carbono-12 ($^{12}_6\text{C}$), para esto se consideró arbitrariamente la siguiente equivalencia:

“UNA UNIDAD DE MASA ATÓMICA EQUIVALE A LA DOCEAVA PARTE DE LA MASA DEL ISÓTOPO DE CARBONO-12”

$$1\text{u} < > \frac{1}{12} \text{ de la masa del } ^{12}_6\text{C} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Entonces, al expresar la masa de los átomos de un elemento en esta nueva unidad, resulta una masa que es considerada como una masa atómica relativa.

MASA ISOTÓPICA

Es la masa relativa de un átomo que indica la cantidad de veces que contiene a la unidad de masa atómica (u).

$$\text{masa isotópica} = \frac{\text{masa de un átomo}}{\text{unidad de masa atómica}}$$

Ejemplo :

La masa de un átomo de plata (Ag - 109) es $1,8079 \cdot 10^{-25}$ kg, determine el valor de su masa isotópica.

Solución :

- * Masa del átomo = $1,8079 \cdot 10^{-25}$ kg
- * Unidad de masa atómica = $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg

Entonces:

$$\text{masa isotópica} = \frac{1,8079 \cdot 10^{-25} \text{ kg}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} = 108,91$$

∴ La masa isotópica de la Ag - 109 es 108,91 u

PESO O MASA ATÓMICA PROMEDIO (m.A.)

Es un promedio ponderado obtenido a partir de las masas atómicas de los isótopos naturales (masas isotópicas) que presenta cada elemento para lo cual se tiene en cuenta sus respectivas abundancias relativas. Se determinan experimentalmente con el espectrómetro de masas.

1. MASA ATÓMICA PROMEDIO APROXIMADA

Se obtiene con respecto a los números de masa (**A**), que indican en forma aproximada la masa de cada átomo.

Sean los isótopos de un elemento "E"

Notación Isotópica	A_1E	A_2E	...	A_nE
Abundancia Relativa	a_1	a_2	...	a_n

Entonces:

$$\overline{m.A}_{\text{aprox}} = \frac{A_1 \cdot a_1 + A_2 \cdot a_2 + \dots + A_n \cdot a_n}{100}$$

2. MASA ATÓMICA PROMEDIO EXACTA

Esta masa atómica promedio se obtiene considerando la **masa isotópica** de cada isótopo.

Dados los isótopos de un elemento "E".

Notación Isotópica	^{A_1}E	^{A_2}E	...	^{A_n}E
Masa Isotópica	m.l.1	m.l.2	...	m.l.n
Abundancia Relativa	a1	a2	...	a _n

Entonces:

$$\overline{m.A}_{\text{exacta}} = \frac{(m.l._1)(a_1) + (m.l._2)(a_2) + \dots + (m.l._n)(a_n)}{100}$$

CONCEPTO DE MOL

Es una unidad base del Sistema Internacional de Unidades que se emplea para expresar la cantidad de sustancia, es decir el número de sus partículas estructurales. En un mol existen $6,023 \cdot 10^{23}$ unidades. Este número es conocido con el nombre de “número de Avogadro” (N_o)

$$1\text{mol} < > 6,023 \cdot 10^{23} \text{ (Número de Avogadro} \rightarrow N_o)$$

OJO \Rightarrow Se comprueba que:

$$1\text{ u} < > \frac{1}{N_o} \text{ g}$$

PESO O MASA MOLECULAR (\overline{M}_r)

Se determina sumando las masas atómicas de los elementos que forman un compuesto covalente (estructurado en moléculas), multiplicado cada uno por su respectivo subíndice.

Ejemplos:

1. Para el H_2O :

$$\overline{M}_r = 2 \text{ m.A. (H)} + \text{m.A. (O)}$$

$$\therefore \overline{M}_r = 2.(1) + 1.(16) = 18 \text{ u}$$

2. Para el H_2SO_4 :

$$\overline{M}_r = 2 \text{ m.A. (H)} + \text{m.A. (S)} + 4 \text{ m.A. (O)}$$

$$\therefore \overline{M}_r = 2.(1) + 1.(32) + 4.(16) = 98 \text{ u}$$

PESO O MASA FÓRMULA (M.F.)

Se determina sumando las masas atómicas de los elementos que forman a un compuesto iónico (estructurado en unidades fórmulas), multiplicado cada uno por su respectivo subíndice.

Ejemplos:

1. Para el NaCl :

$$\text{M.F.} = \text{m.A. (Na)} + \text{m.A. (Cl)}$$

$$\therefore \text{M.F.} = 1.(23) + 1.(35,5) = 58,5 \text{ u}$$

2. Para el CaCO_3 :

$$\text{M.F.} = \text{m.A. (Ca)} + \text{m.A. (C)} + 3 \text{ m.A. (O)}$$

$$\therefore \text{M.F.} = 1.(40) + 1.(12) + 3.(16) = 100 \text{ u}$$

Observación :

Por facilidad en lo sucesivo se tomará la masa fórmula como masa molecular.

PESO O MASA MOLAR (\overline{M})

Es la masa en gramos correspondiente a un mol de unidades estructurales.

Ejemplo 1 :

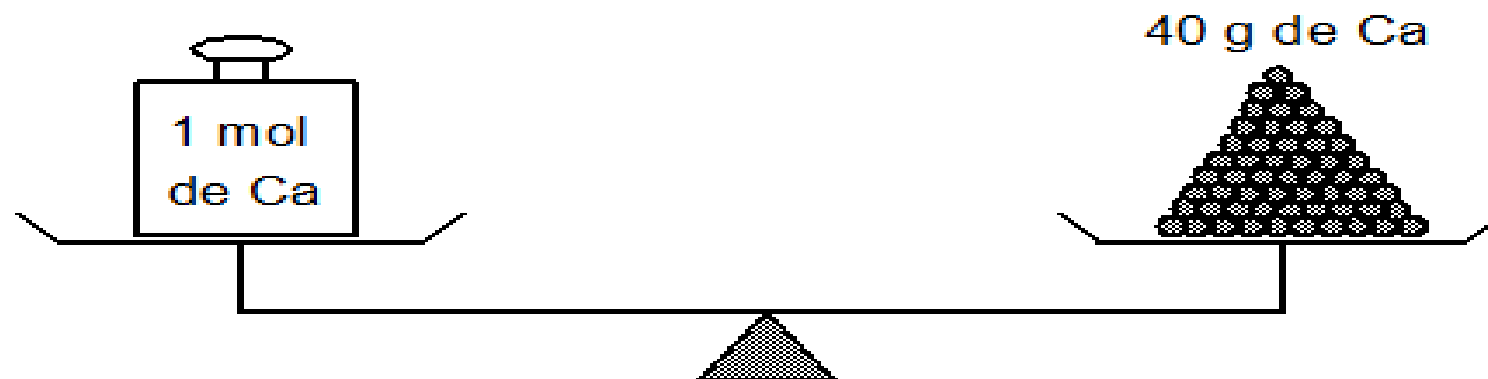
$$1 \text{ mol de calcio} < > 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ca} \cdot \frac{40 \text{ u}}{1 \text{ átomo de Ca}} \cdot \frac{\frac{1}{N_o} \text{ g}}{1 \text{ u}} = 40 \text{ g}$$

Entonces:

$$1 \text{ mol de calcio} < > 40 \text{ g de calcio}$$

Lo que podemos representar como :

$$\overline{M}(\text{Ca}) = 40 \text{ g/mol}$$



Ejemplo 2 :

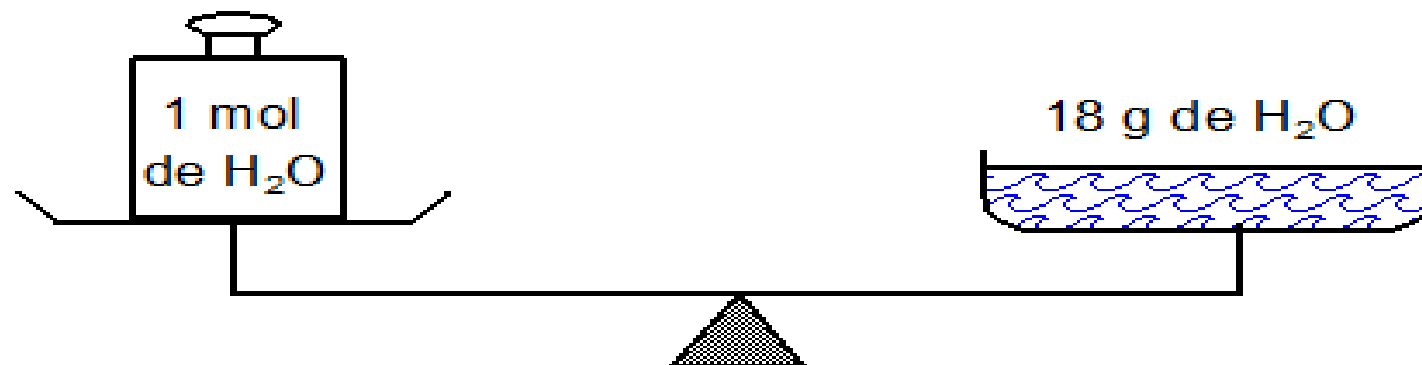
$$1 \text{ mol de agua} < > N_o \text{ moléculas de H}_2\text{O} \cdot \frac{18 \text{ u}}{1 \text{ molécula de H}_2\text{O}} \cdot \frac{\frac{1}{N_o} \text{ g}}{1 \text{ u}} = 18 \text{ g}$$

Entonces :

1 mol de agua < > 18 g de agua

Lo que podemos representar como :

$$\overline{M}(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$$



NÚMERO DE MOLES (n)

La cantidad de moles (n) está relacionada con el número de unidades estructurales de cierta cantidad de sustancia.

Para elementos, se tiene:

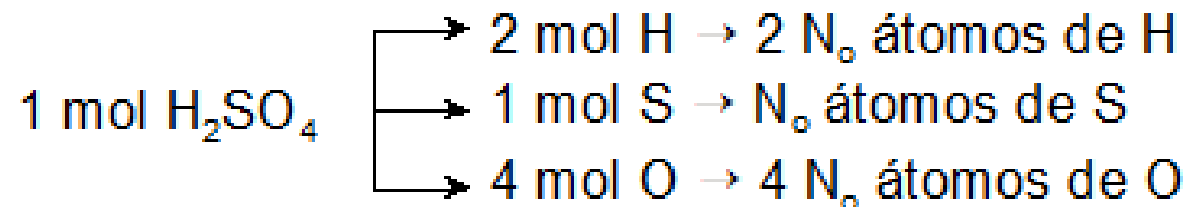
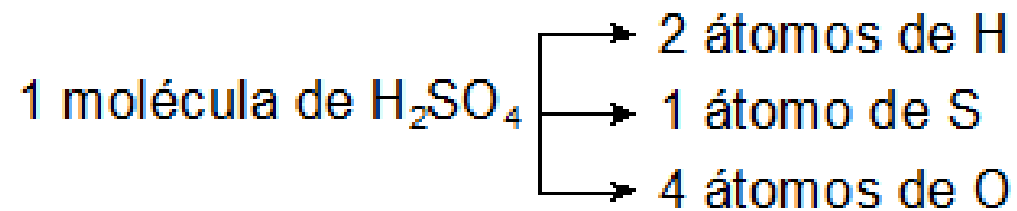
$$N^{\circ} \text{ moles } (n) = \frac{\text{Masa del Elem.}}{m . A. (\text{elem})} = \frac{N^{\circ} \text{ de átomos}}{N_0}$$

Para moléculas o compuestos (moleculares o iónicos), se tiene:

$$n = \frac{\text{Masa del compuesto}}{\overline{M}} = \frac{\text{Número de moléculas}}{N_0}$$

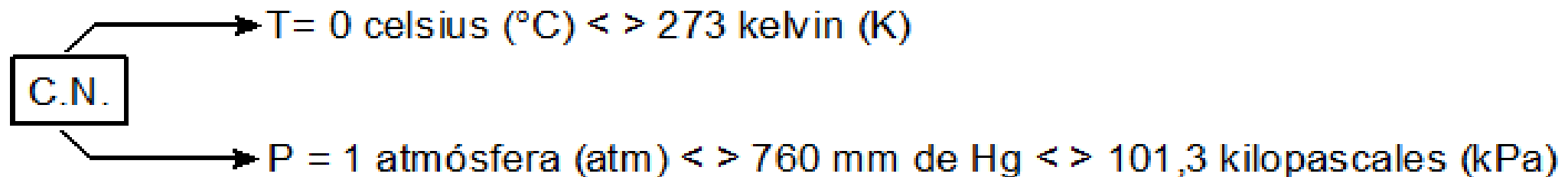
ANÁLISIS CUANTITATIVO DE UNA FÓRMULA QUÍMICA

A partir de la fórmula de un compuesto, se puede extraer información acerca del número de moles de átomos presentes en dicho compuesto. Por ejemplo :



CONDICIONES NORMALES (C.N.)

Son condiciones específicas de presión (P) y temperatura (T) a las cuales se encuentran sometidas las sustancias gaseosas, siendo sus valores los siguientes:

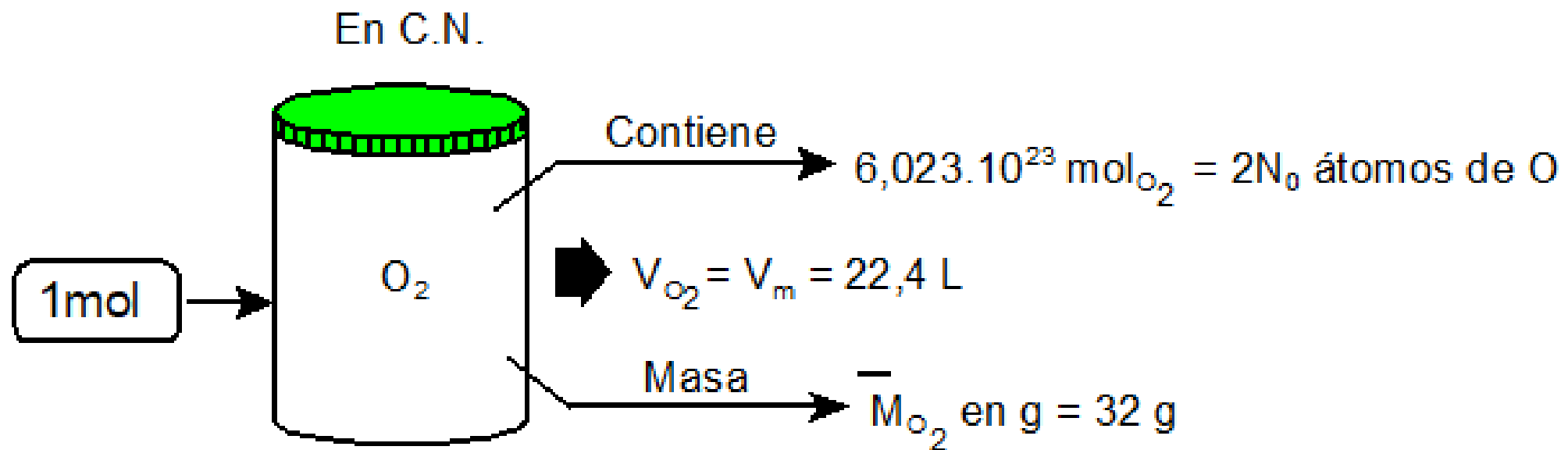


VOLUMEN MOLAR NORMAL

Es el volumen ocupado por un mol de un gas a determinadas condiciones de presión y temperatura. Si el volumen que ocupa el mol de gas es medido a condiciones normales, se le conoce como “**Volumen molar normal**”. Experimentalmente, este volumen es igual a 22,4 litros.

1 mol de un gas a C.N. < > 22,4 litros

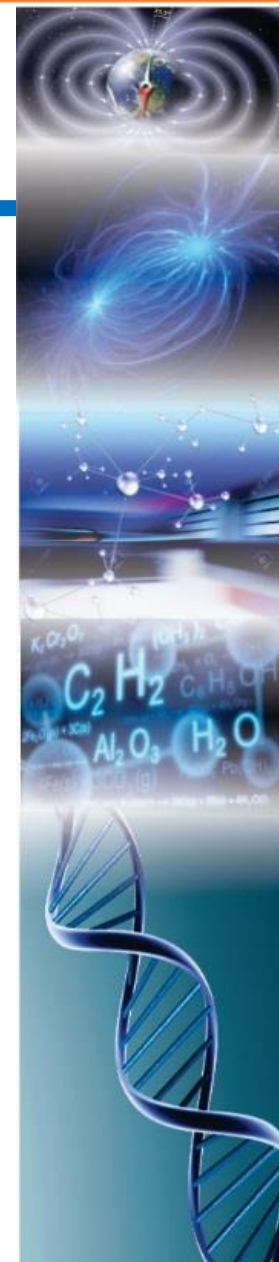
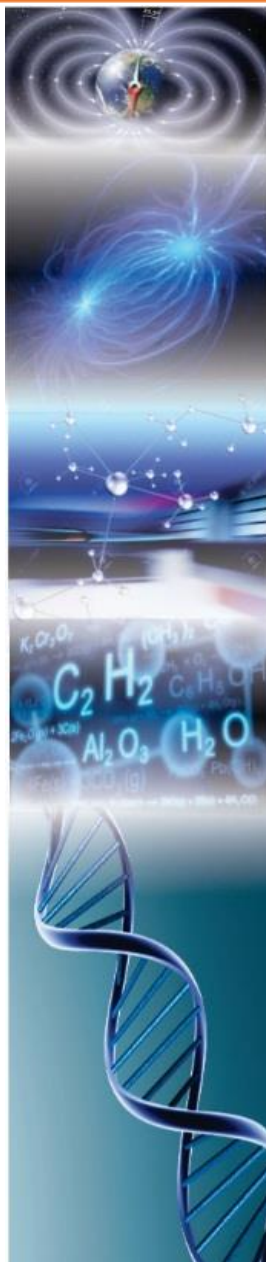
Ejemplo:



Entonces, se puede concluir que 32 g de oxígeno gaseoso, contiene N_0 moléculas de O_2 ó $2N_0$ átomos de oxígeno.

MOMENTO DE PRACTICAR

PROBLEMAS Y RESOLUCIÓN



01. Indique la proposición correcta respecto a la definición de la unidad de masa atómica.

- A) Es la masa del isótopo C-12.
- ☒ B) Es la doceava parte de la masa del isótopo C-12.
- C) Es la masa del isótopo C-14.
- D) Es la doceava parte de la masa del isótopo C-14.
- E) Es igual $1,66 \cdot 10^{-24}$ gramos de carbono.

02. Marque verdadero (V) o falso (F) según corresponda a las proposiciones siguientes:

I. La unidad química de masa se utiliza para determinar las masas de átomos y moléculas.

II. La unidad de masa atómica (u) está definida como la doceava parte de la masa del isótopo C-12.

III. La masa isotópica es la masa real de cada átomo y/o isótopo de una especie química.

- A) FFF
- ☒ B) VVF
- C) FVF
- D) FFV
- E) VVV

03. (UNI) ¿Cuál será la masa, en gramos, de un átomo de cloro 35, (^{35}Cl), cuyo peso atómico es 34,969?

Número de Avogadro : $N_0 = 6,02 \cdot 10^{23}$

- A) $2,9 \cdot 10^{-23}$
- ☒ B) $5,8 \cdot 10^{-23}$
- C) $1,1 \cdot 10^{-22}$
- D) $2,9 \cdot 10^{-22}$
- E) $5,8 \cdot 10^{-22}$

04. Si en una gota de agua existen $3,35 \cdot 10^{19}$ moléculas, la masa de la gota será:

- A) 3,35 miligramos
- B) 0,55 miligramos
- ☒ D) 1,00 miligramos
- C) 0,60 miligramos
- E) 0,10 miligramos

05. ¿Cuántas moléculas existen en 180 g de agua destilada?

- A) $6,023 \cdot 10^{22}$
- ☒ C) $6,024 \cdot 10^{24}$
- E) $6,023 \cdot 10^{18}$
- B) $6,025 \cdot 10^{23}$
- D) $6,023 \cdot 10^{20}$

06. (UNI) Calcule cuántas moléculas hay en 5,23 g de glucosa $C_6H_{12}O_6$.

$$N_o = 6,02 \cdot 10^{23}$$

Masa molar (g/mol): $C_6H_{12}O_6 = 180$

- A) $1,18 \cdot 10^{21}$ B) $3,36 \cdot 10^{23}$ C) $1,75 \cdot 10^{23}$
☒ D) $1,75 \cdot 10^{22}$ E) $3,36 \cdot 10^{26}$

07. Calcule el número de átomos de fósforo que hay en 31,0 g de fosfato de calcio.

Datos : Ca = 40 u ; P = 31 u ; O = 16 u

Número de Avogadro = $6,02 \cdot 10^{23}$

- A) $6,0 \cdot 10^{22}$ B) $1,8 \cdot 10^{23}$ C) $1,5 \cdot 10^{23}$
☒ D) $1,2 \cdot 10^{23}$ E) $2,4 \cdot 10^{23}$

08. Considerando que el número de Avogadro es igual a $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas/mol, el número de átomos de oxígeno que hay en 0,25 moles de nitrato de calcio es:

- A) $1,505 \cdot 10^{23}$ B) $3,010 \cdot 10^{23}$ C) $4,515 \cdot 10^{23}$
☒ D) $9,03 \cdot 10^{23}$ E) $6,02 \cdot 10^{23}$

09. Una muestra de 0,5 mol de $Ca_3(PO_4)_2$, contiene:

- A) 1,5 mol P B) 2 mol O_2 ☒ C) 4 mol O
 D) 1 mol Ca E) 8 mol O

10. ¿Qué volumen ocupa 55 g de CO_2 a temperatura y presión normales?. Considere que la masa molar del CO_2 es 44 g/mol y que el volumen molar a condiciones normales es 22,4 L.

- A) 11,2 L B) 44 L C) 22,4 L
☒ D) 28 L E) 56 L





FIN DE LA SESIÓN

PRACTICA Y APRENDERÁS